

Equilibrio químico en fase gas

◇ PROBLEMAS

● Con datos del equilibrio

1. Se introducen en un reactor 0,5 moles de $\text{SbCl}_5(\text{g})$ a 25°C , y tras alcanzar el siguiente equilibrio, $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, se obtienen 0,15 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$, siendo la presión total de 3 atm. Calcule:
- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
 - El valor de K_p y K_c .

(A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $p(\text{SbCl}_5)_e = 1,62 \text{ atm}$; $p(\text{SbCl}_3)_e = p(\text{Cl}_2)_e = 0,692 \text{ atm}$; b) $K_c = 0,0121$; $K_p = 0,297$.

Datos

Cantidad inicial de PCl_5

Temperatura

Cantidad de Cl_2 en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$n_0(\text{SbCl}_5) = 0,500 \text{ mol}$

$t = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

$n_e(\text{Cl}_2) = 0,150 \text{ mol}$

$p = 3,00 \text{ atm}$

$R = 0,0820 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Incógnitas

Presiones parciales de cada especie en el equilibrio

Constantes de equilibrio

$p(\text{SbCl}_5)$, $p(\text{SbCl}_3)$, $p(\text{Cl}_2)$

K_c , K_p

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia A en el equilibrio

$n_e(\text{A})$

Ecuaciones

Fracción molar de la sustancia A

Ley de Dalton: presión parcial de la sustancia A

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$x(\text{A}) = n(\text{A}) / n_t$

$p(\text{A}) = x(\text{A}) \cdot p_t$

$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$

Solución:

a) Se construye una tabla, bajo la ecuación de disociación, en la que se llama x a la cantidad de SbCl_5 que se disocia, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		SbCl_5	\rightleftharpoons	SbCl_3	Cl_2	
Cantidad inicial	n_0	0,500		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e				0,150	mol

Se deduce que la cantidad de gas cloro que hay en el equilibrio es la que se formó: $x = 0,150 \text{ mol}$ disociados. Se calculan las cantidades de los otros gases en el equilibrio:

$$n_e(\text{SbCl}_5) = 0,500 - x = 0,500 - 0,150 = 0,350 \text{ mol SbCl}_5$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{SbCl}_3) = x = 0,150 \text{ mol}$$

Se calculan la cantidad total de gas en el equilibrio, sumando:

$$n_{e\ t} = 0,350 + 0,150 + 0,150 = 0,650 \text{ mol}$$

Para calcular las presiones parciales en el equilibrio, se calculan primero las fracciones molares:

$$x(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2)}{n_t} = \frac{0,150 \text{ [mol Cl}_2\text{]}}{0,650 \text{ [mol total]}} = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_3) = x_e(\text{Cl}_2) = 0,231$$

$$x_e(\text{SbCl}_5) = 1 - x_e(\text{Cl}_2) - x_e(\text{SbCl}_3) = 1 - 0,231 - 0,231 = 0,538$$

Se calculan las presiones parciales en el equilibrio, aplicando la ley de Dalton:

$$p(\text{SbCl}_5)_e = 0,538 \cdot 3,00 \text{ [atm]} = 1,62 \text{ atm}$$

$$p(\text{SbCl}_3)_e = p(\text{Cl}_2)_e = 0,231 \cdot 3,00 \text{ [atm]} = 0,692 \text{ atm}$$

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{0,692 \cdot 0,692}{1,62} = 0,297 \text{ (presiones en atm)}$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{SbCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SbCl}_5)} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SbCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SbCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SbCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{K_p}{R \cdot T} = \frac{0,297}{0,082 \cdot 298} = 0,012 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

2. En un matraz de 5 dm³ se introducen 0,80 moles de N₂ y 0,40 moles de O₂ y se calienta a 2200 K, estableciéndose el siguiente equilibrio: N₂(g) + O₂(g) ⇌ 2 NO(g). Teniendo en cuenta que en esas condiciones reacciona el 1,1 % del N₂ inicial:

a) Calcula el valor de la constante K_c .

b) Calcula la constante K_p y discute razonadamente qué sucederá en el equilibrio si se aumenta la presión del sistema.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) $K_c = 1,0 \cdot 10^{-3}$; b) $K_p = 1,0 \cdot 10^{-3}$. Nada.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial: nitrógeno

oxígeno

Porcentaje de nitrógeno que reacciona

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Constante de equilibrio de las concentraciones

Constante de equilibrio de las presiones

Otros símbolos

Concentración de una especie X

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 2200 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2) = 0,800 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{O}_2) = 0,400 \text{ mol}$$

$$\% \text{ reacciona: } 1,10 \% \text{ N}_2$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_c$$

$$K_p$$

$$[X]$$

$$n_e(X)$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:a) Se calcula la cantidad de N_2 que reacciona:

$$n = \frac{1,10}{100} \cdot 0,800 = 0,0088 \text{ mol } N_2$$

Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos.

		N_2	O_2	\rightleftharpoons	$2 NO$	
Cantidad inicial	n_0	0,800	0,400		0	mol
Cantidad que reacciona	n_r	0,0088	0,0088	\rightarrow	0,0176	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,800 - 0,0088 = 0,791$	$0,400 - 0,0088 = 0,391$		0,0176	mol

a) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[NO]_e^2}{[N_2]_e \cdot [O_2]_e} = \frac{\left(\frac{0,0176}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,791}{5,00}\right) \cdot \left(\frac{0,391}{5,00}\right)} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(NO)}{p_e(N_2) \cdot p_e(O_2)} = \frac{[NO]_e^2 \cdot (R \cdot T)^2}{[N_2]_e \cdot R \cdot T \cdot [O_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[NO]_e^2}{[N_2]_e [O_2]_e} = K_c$$

Por lo tanto:

$$K_p = K_c = 1,0 \cdot 10^{-3}$$

Según el principio de Lee Chatelier, si un sistema en equilibrio es sometido a un cambio, el sistema tiende a ajustarse para minimizar el efecto de esta perturbación. Si se aumenta la presión, el sistema no varía, puesto que la presión es la misma en cualquier fase de la reacción. La presión en cualquiera estado de equilibrio es la misma que la presión inicial, porque la cantidad total de gas no varía.

3. En un reactor de 5 dm^3 se introducen $15,3 \text{ g}$ de CS_2 y $0,82 \text{ g}$ de H_2 . Al elevar la temperatura hasta $300 \text{ }^\circ\text{C}$ se alcanza el siguiente equilibrio: $CS_2(g) + 4 H_2(g) \rightleftharpoons 2 H_2S(g) + CH_4(g)$, donde la concentración de metano en equilibrio es de $0,01 \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcula las concentraciones molares de las especies $CS_2(g)$, $H_2(g)$ y $H_2S(g)$ en el equilibrio.b) Determina el valor de K_c y discute razonadamente qué le sucederá al sistema en equilibrio si añadimos más cantidad de $CS_2(g)$ manteniendo el volumen y la temperatura constantes.Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. ord. 23)

Rta.: a) $[CS_2] = 0,0302$; $[H_2] = 0,0413$; $[H_2S] = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_c = 45,3$; hacia la derecha.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Masa inicial: disulfuro de carbono

hidrógeno

Concentración de metano en el equilibrio

Masa molar: disulfuro de carbono

hidrógeno

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$V = 5,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 300 \text{ }^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$$

$$m_0(\text{CS}_2) = 15,3 \text{ g}$$

$$m_0(\text{H}_2) = 0,820 \text{ g}$$

$$[\text{CH}_4]_e = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{CS}_2) = 76,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentración molar de cada especie en el equilibrio

$$[\text{CS}_2]_e, [\text{H}_2]_e, [\text{H}_2\text{S}]_e$$

Constante de equilibrio de las concentraciones

$$K_c$$

Otros símbolos

Concentración de una especie X

$$[\text{X}]$$

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

$$n_e(\text{X})$$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante de equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b}$$

Solución:a) Se calculan las cantidades iniciales de CS_2 y H_2 :

$$n_0(\text{CS}_2) = \frac{15,3 \text{ g}}{76,1 \text{ g/mol}} = 0,201 \text{ mol CS}_2$$

$$n_0(\text{H}_2) = \frac{0,820 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,407 \text{ mol H}_2$$

Se calcula la cantidad de CH_4 que se formó, a partir de su concentración en el equilibrio:

$$n_e(\text{CH}_4) = 0,0100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0500 \text{ mol}$$

Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos.

		CS_2	4 H_2	\rightleftharpoons	$2 \text{ H}_2\text{S}$	CH_4	
Cantidad inicial	n_0	0,201	0,407		0	0	mol
Cantidad que reacciona	n_r	0,0500	0,200	\rightarrow	0,100	0,0500	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,201 - 0,0500 = 0,151$	$0,407 - 0,200 = 0,207$		0,100	0,0500	mol

Se calculan las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{CS}_2]_e = 0,151 \text{ mol CS}_2 / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0302 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{H}_2]_e = 0,207 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0413 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_e = 0,100 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0200 \text{ mol / dm}^3$$

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]_e^2 \cdot [\text{CH}_4]_e}{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4} = \frac{(0,020)^2 \cdot 0,010}{0,030 \cdot (0,041)^4} = 45,3 = 0,016 \quad \text{\{concentraciones en mol/dm}^3\}$$

Según el principio de Lee Chatelier, si añadimos más CS_2 al sistema en equilibrio manteniendo el volumen y la temperatura constantes, el sistema se reajustará para minimizar el efecto de esta perturbación. En este caso, se consumirá más CS_2 y H_2 para formar más H_2S y CH_4 hasta que se alcance un nuevo estado de equilibrio. Por lo tanto, las concentraciones de CS_2 y H_2 disminuirán mientras que las concentraciones de H_2S y CH_4 aumentarán.

4. Considera lo siguiente equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COS}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Se introducen 4,4 g de CO_2 en un recipiente de 2 dm^3 a $337 \text{ }^\circ\text{C}$ y una cantidad suficiente de H_2S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm. Si en la mezcla en equilibrio hay 0,01 moles de agua, calcula:

a) Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p a dicha temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(A.B.A.U. extr. 22)

Rta.: a) $[\text{CO}_2] = 0,0450$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,145$; $[\text{COS}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_c = K_p = 0,00384$.

Datos

Masa inicial de CO_2

Gas: volumen

temperatura

presión

Cantidad de agua en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Masa molar del dióxido de carbono

Incógnitas

Concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio

Constantes de equilibrio

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$m_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g}$

$V = 2,00 \text{ dm}^3 = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

$T = 337 \text{ }^\circ\text{C} = 610 \text{ K}$

$p_{\text{to}} = 10,0 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa}$

$n_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,0100 \text{ mol H}_2\text{O}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$

$[\text{CO}_2]_e, [\text{H}_2\text{S}]_e, [\text{COS}]_e, [\text{H}_2\text{O}]_e$

K_c, K_p

$n = m / M$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

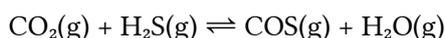
a) Se calcula la cantidad inicial de CO_2 :

$$n_0(\text{CO}_2) = 4,40 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,100 \text{ mol CO}_2$$

Se calcula la cantidad total de gas, suponiendo comportamiento ideal, en el equilibrio:

$$n_{\text{et}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 610 \text{ K}} = 0,399 \text{ mol total}$$

De la ecuación química se deduce que la cantidad total de gas no varía con el progreso de la reacción.



Una forma de comprobarlo es suponer que inicialmente hay n_1 moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ y n_2 moles de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Llamando x a la cantidad de $\text{CO}_2(\text{g})$ que reacciona hasta que se alcanza el equilibrio, se calcula la cantidad final de gas:

		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
Cantidad inicial	n_0	n_1	n_2		0,00	0,00	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_1 - x$	$n_2 - x$		x	x	mol

$$n_{\text{te}} = (n_1 - x) + (n_2 - x) + x + x = n_1 + n_2$$

Se ve que es igual que la que había inicialmente.

Por tanto, la cantidad de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ que había inicialmente era:

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 0,399 \text{ [mol total]} - 0,100 \text{ [mol CO}_2] = 0,299 \text{ mol H}_2\text{S}$$

Se escribe en un cuadro las cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

		CO_2	H_2S	\rightleftharpoons	COS	H_2O	
Cantidad inicial	n_0	0,100	0,299		0,00	0,00	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e					0,0100	mol

Como en el equilibrio hay 0,0100 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, esta es la cantidad de agua que se formó:

$$x = 0,0100 \text{ mol}$$

Se calculan las cantidades de todos los gases en el equilibrio:

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,100 \text{ [mol iniciales]} - 0,0100 \text{ [mol que reaccionan]} = 0,090 \text{ mol CO}_2 \text{ en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,299 \text{ [mol iniciales]} - 0,0100 \text{ [mol que reaccionan]} = 0,289 \text{ mol H}_2\text{S en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{COS}) = 0,0100 \text{ [mol formados]} = 0,0100 \text{ mol COS en el equilibrio}$$

Se calcula la concentración de cada especie en el equilibrio:

$$[\text{CO}_2]_e = \frac{0,090 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,045 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_2\text{S}]_e = \frac{0,289 \text{ mol H}_2\text{S}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,145 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{COS}]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = \frac{0,010 \text{ mol}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,00500 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{0,00500 \text{ mol H}_2\text{O/dm}^3 \cdot 0,00500 \text{ mol COS/dm}^3}{0,145 \text{ mol H}_2\text{S/dm}^3 \cdot 0,045 \text{ mol CO}_2/\text{dm}^3} = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

Como uno de los factores (0,045 mol CO_2) tiene solo dos cifras significativas, la constante solo puede tener dos cifras significativas.

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_e(\text{COS})}{p_e(\text{H}_2\text{S}) \cdot p_e(\text{CO}_2)} = \frac{\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{COS}) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_e(\text{H}_2\text{S}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{COS}]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = K_c$$

Por lo tanto:

$$K_p = K_c = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

5. En un recipiente cerrado de 5 dm³, en el que previamente se hizo el vacío, se introducen 0,4 moles de SO₂Cl₂ y se calienta a 400 °C, descomponiéndose según la reacción: SO₂Cl₂(g) ⇌ SO₂(g) + Cl₂(g).

Cuando se alcanza el equilibrio, se observa que se descompuso el 36,5 % del SO₂Cl₂ inicial. Calcula:

a) Las presiones parciales de cada componente de la mezcla en el equilibrio.

b) El valor de K_c y K_p a dicha temperatura.

Dato: R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) p(SO₂Cl₂) = 2,81 atm; p(SO₂) = p(Cl₂) = 1,61 atm; b) K_c = 0,0168; K_p = 0,927.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de SO₂Cl₂

Grado de disociación

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Presiones parciales de cada especie en el equilibrio

Constantes de equilibrio

Otros símbolos

Concentración de una especie X

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

Grado de disociación

Constantes del equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

Cifras significativas: 3

V = 5,00 dm³

T = 400 °C = 673 K

n₀ = 0,400 mol

α = 36,5 % = 0,365

R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹

p(SO₂Cl₂), p(SO₂), p(Cl₂)

K_c, K_p

[X]

n_e(X)

p_t = Σ p_i

[X] = n(X) / V

p · V = n · R · T

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Se calcula la cantidad de SO₂Cl₂ disociada:

$$n_d = \alpha \cdot n_0 = 0,365 \cdot 0,400 = 0,146 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2$$

Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos.

		SO ₂ Cl ₂	⇌	SO ₂	Cl ₂	
Cantidad inicial	n ₀	0,400		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n _r	0,146	→	0,146	0,146	mol
Cantidad en el equilibrio	n _e	0,400 - 0,146 = 0,254		0,146	0,146	mol

Se calculan las concentraciones en el equilibrio, dividiendo las cantidades entre el volumen del recipiente.

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e = 0,254 \text{ mol SO}_2\text{Cl}_2 / 5,00 \text{ dm}^3 = 0,0508 \text{ mol / dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{SO}_2]_e = 0,146 \text{ mol / 5,00 dm}^3 = 0,0292 \text{ mol / dm}^3$$

La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se calculan las presiones parciales suponiendo comportamiento ideal.

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{SO}_2\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{SO}_2\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0508 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 2,81 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = p(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V} = [\text{Cl}_2] \cdot R \cdot T = 0,0292 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 673 \text{ K} = 1,61 \text{ atm}$$

a) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} = \frac{0,0292 \cdot 0,0292}{0,0508} = 0,016 \quad (\text{concentraciones en mol/dm}^3)$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{SO}_2) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{SO}_2\text{Cl}_2)} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{SO}_2]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0168 \cdot 0,082 \cdot 673 = 0,927 \text{ (presiones en atm)}$$

6. En un recipiente cerrado se introducen 2,0 moles de CH_4 y 1,0 mol de H_2S a la temperatura de 727°C , estableciéndose el siguiente equilibrio: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión parcial del H_2 es 0,20 atm y la presión total es de 0,85 atm. Calcula:

- Los moles de cada sustancia en el equilibrio y el volumen del recipiente.
- El valor de K_c y K_p .

(A.B.A.U. ord. 20)

Rta.: a) $n_e(\text{CH}_4) = 1,80 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2\text{S}) = 0,60 \text{ mol}$; $n_e(\text{CS}_2) = 0,200 \text{ mol}$; $n_e(\text{H}_2) = 0,800 \text{ mol}$; $V = 328 \text{ dm}^3$;
b) $K_p = 0,0079$; $K_c = 1,2 \cdot 10^{-6}$.

Datos

Temperatura

Cantidad inicial de metano

Cantidad inicial de sulfuro de hidrógeno

Presión parcial del hidrógeno en el equilibrio

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Cantidad en el equilibrio de cada sustancia

Volumen del recipiente

Constante del equilibrio K_c

Constante del equilibrio K_p

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Cifras significativas: 3

$$T = 727^\circ\text{C} = 1000 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CH}_4) = 2,00 \text{ mol CH}_4$$

$$n_0(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$p_e(\text{H}_2) = 0,200 \text{ atm}$$

$$p_e = 0,850 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_e(\text{CH}_4), n_e(\text{H}_2\text{S}), n_e(\text{CS}_2), n_e(\text{H}_2)$$

$$V$$

$$K_c$$

$$K_p$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Ecuaciones

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Se construye una tabla bajo la ecuación de reacción, en la que se llama x a la cantidad de CH_4 que reacciona, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos:

		CH_4	$2 \text{H}_2\text{S}$	\rightleftharpoons	CS_2	4H_2	
Cantidad inicial	n_0	2,00	1,00		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	$2x$		x	$4x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$2,00 - x$	$1,00 - 2x$		x	$4x$	mol

Se escribe la cantidad total de gas en el equilibrio en función de x :

$$n_e = (2,00 - x) + (1,00 - 2x) + x + 4x = 3,00 + 2x$$

La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se escribe una ecuación de la cantidad en equilibrio de gas H_2 en función del volumen, a partir de la presión parcial del hidrógeno, suponiendo comportamiento ideal:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_e(\text{H}_2) = \frac{p_e(\text{H}_2) \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,200 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,00244 \cdot V \text{ mol H}_2$$

$$4x = 0,0244 \cdot V$$

Análogamente con la presión total:

$$n_e = \frac{p_e \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,850 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}} = 0,010 \cdot 4V \text{ mol}$$

$$3,00 + 2x = 0,104 \cdot V$$

Se resuelve el sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas:

$$\left. \begin{array}{l} 4x = 0,00244 \cdot V \\ 3,00 + 2x = 0,104 \cdot V \end{array} \right\}$$

Se divide la segunda ecuación entre la primera y se calcula el volumen V del recipiente y la cantidad x de CH_4 que reaccionó hasta conseguir el equilibrio.

$$\frac{3,00 + 2x}{4x} = \frac{0,010 \cdot 4V}{0,00244 \cdot V} = 4,25 \Rightarrow 3,00 + 2x = 17,0x \Rightarrow x = 0,200$$

$$V = \frac{4x}{0,00244} = \frac{4 \cdot 0,200}{0,00244} = 328$$

Las cantidades de las sustancias en el equilibrio son:

$$n_e(\text{CH}_4) = 2,00 - x = 2,00 - 0,200 = 1,80 \text{ mol CH}_4$$

$$n_e(\text{H}_2\text{S}) = 1,00 - 2x = 1,00 - 2 \cdot 0,200 = 0,60 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$n_e(\text{CS}_2) = x = 0,200 \text{ mol CS}_2$$

$$n_e(\text{H}_2) = 4 \cdot x = 0,800 \text{ mol H}_2$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot [\text{H}_2\text{S}]_e^2} = \frac{\frac{n_e(\text{CS}_2)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2)}{V}\right)^4}{\frac{n_e(\text{CH}_4)}{V} \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{S})}{V}\right)^2} = \frac{n_e(\text{CS}_2) \cdot n_e^4(\text{H}_2)}{n_e(\text{CH}_4) \cdot n_e^2(\text{H}_2\text{S})} \cdot \frac{1}{V^2} = \frac{0,200 \cdot 0,800^4}{1,80 \cdot 0,60^2} \cdot \frac{1}{328^2} = 1,2 \cdot 10^{-6}$$

(concentraciones en mol/dm³)

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{CS}_2) \cdot p_e^4(\text{H}_2)}{p_e(\text{CH}_4) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2]_e \cdot R \cdot T)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot R \cdot T \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e \cdot R \cdot T)^2} = \frac{[\text{CS}_2]_e \cdot ([\text{H}_2]_e)^4}{[\text{CH}_4]_e \cdot ([\text{H}_2\text{S}]_e)^2} \cdot (R \cdot T)^2 = K_c \cdot (R \cdot T)^2$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = 1,2 \cdot 10^{-6} \cdot (0,082 \cdot 1000)^2 = 0,0079 \text{ (presiones en atm)}$$

7. b) En un matraz de 1,5 dm³, en el que se hizo el vacío, se introducen 0,08 moles de N₂O₄ y se calienta a 35 °C. Parte del N₂O₄ se disocia según la reacción: N₂O₄(g) ⇌ 2 NO₂(g) y cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,27 atm. Calcula el porcentaje de N₂O₄ disociado.
 Datos: R = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: b) α = 69 %.

b)

Datos

Volumen

Temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

Presión en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$V = 1,50 \text{ dm}^3 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 35 \text{ °C} = 308 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0800 \text{ mol}$$

$$p = 2,27 \text{ atm} = 2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Porcentaje de N₂O₄ disociado

α

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante de equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$$

Solución:

b) Se construye una tabla, bajo la ecuación de disociación, en la que se llama x a la cantidad de N₂O₄ que se disocia, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		N ₂ O ₄	⇌	2 NO ₂	
Cantidad inicial	n ₀	0,0800		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n _r	x	→	2 x	mol
Cantidad en el equilibrio	n _e	0,0800 - x		2 x	mol

Se escribe la cantidad total de gas en el equilibrio en función de x :

$$n_t = 0,0800 - x + 2x = 0,0800 + x$$

Por otra parte, se puede calcular la cantidad de gas a partir de la presión total, suponiendo comportamiento ideal:

$$n_t = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,30 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 308 \text{ K}} = 0,135 \text{ mol gas}$$

Comparando con la ecuación anterior, se calcula la cantidad de N_2O_4 que se disoció:

$$x = 0,135 - 0,080 = 0,055 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_4$$

Se calcula el porcentaje de N_2O_4 disociado:

$$\alpha = \frac{n_x}{n_0} = \frac{0,055}{0,080} = 0,69 = 69 \%$$

8. El cloro gas se puede obtener según la reacción: $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Se introducen 0,90 moles de HCl y 1,2 moles de O_2 en un recipiente cerrado de 10 dm^3 en el que previamente se hizo el vacío. Se calienta la mezcla a $390 \text{ }^\circ\text{C}$ y, cuando se alcanza el equilibrio a esta temperatura, se observa la formación de 0,40 moles de Cl_2 . Calcula:

a) El valor de la constante K_c .

b) La presión parcial de cada componente en el equilibrio y a partir de ellas calcula el valor de K_p .

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$. (A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $K_c = 2,56 \cdot 10^3$; b) $p(\text{HCl}) = 0,544$; $p(\text{O}_2) = 5,44 \text{ atm}$; $p(\text{Cl}_2) = p(\text{H}_2\text{O}) = 2,18 \text{ atm}$; $K_p = 47,0$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de HCl

Cantidad inicial de O_2

Cantidad en el equilibrio de Cl_2

Incógnitas

Constante del equilibrio K_c

Presiones parciales de cada componente

Constante del equilibrio K_p

Ecuaciones

Ecuación de estado de los gases ideales

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 390 \text{ }^\circ\text{C} = 663 \text{ K}$$

$$n_0(\text{HCl}) = 0,900 \text{ mol HCl}$$

$$n_0(\text{O}_2) = 1,20 \text{ mol O}_2$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = 0,400 \text{ mol Cl}_2$$

$$K_c$$

$$p(\text{HCl}), p(\text{O}_2), p(\text{Cl}_2), p(\text{H}_2\text{O})$$

$$K_p$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos.

		4 HCl	O_2	\rightleftharpoons	2 Cl_2	2 H_2O	
Cantidad inicial	n_0	0,900	1,20		0,0	0,0	mol

		4 HCl	O ₂	⇌	2 Cl ₂	2 H ₂ O	
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,800	0,200		0,400	0,400	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,900 - 0,800 = 0,100$	$1,20 - 0,200 = 1,00$		0,400	0,400	mol

Se calculan las concentraciones en el equilibrio, dividiendo las cantidades entre el volumen del recipiente:

$$[\text{HCl}] = \frac{n_e(\text{HCl})}{V} = \frac{0,100 \text{ mol HCl}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{O}_2] = \frac{n_e(\text{O}_2)}{V} = \frac{1,00 \text{ mol O}_2}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{Cl}_2)}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,040 \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]_e^2 [\text{H}_2\text{O}]_e^2}{[\text{HCl}]_e^4 [\text{O}_2]_e} = \frac{0,040^2 \cdot 0,040^2}{0,010^4 \cdot 0,100} = 2,56 \cdot 10^3 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

b) La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se calculan las presiones parciales suponiendo comportamiento ideal.

$$p(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,100 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,544 \text{ atm}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,44 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,400 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 2,18 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = p(\text{Cl}_2) = 2,18 \text{ atm}$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Cl}_2) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{O})}{p_e^4(\text{HCl}) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{2,18^2 \cdot 2,18^2}{0,544^4 \cdot 5,44} = 47,0 \text{ (presiones en atm)}$$

9. Al calentar HgO(s) en un recipiente cerrado en el que se hizo el vacío, se disocia según la reacción: $2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio a 380 °C, la presión total en el recipiente es de 0,185 atm. Calcula:

a) Las presiones parciales de las especies presentes en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p de la reacción.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: a) $p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$; $p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$; b) $K_c = 6,1 \cdot 10^{-9}$; $K_p = 9,4 \cdot 10^{-4}$.

Datos

Temperatura

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Presiones parciales de las especies en el equilibrio

Constantes de equilibrio

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

Cifras significativas: 3

$t = 380 \text{ °C} = 653 \text{ K}$

$p = 0,185 \text{ atm}$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$p(\text{HgO})$, $p(\text{Hg})$, $p(\text{O}_2)$

K_c , K_p

$n_e(\text{X})$

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Se construye una tabla bajo la ecuación de reacción, en la que se llama n_0 a la cantidad inicial de HgO y x a la cantidad de HgO que reacciona, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos:

		HgO	\rightleftharpoons	Hg	O ₂	
Cantidad inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	$2x$	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_0 - x$		$2x$	x	mol

En el equilibrio, la presión total es la suma de las presiones parciales de los gases Hg y O₂.

$$p = p(\text{Hg}) + p(\text{O}_2)$$

La presión parcial del Hg es el doble que la presión parcial de O₂. Llamando y a la presión parcial del oxígeno, queda:

$$0,185 = 2 \cdot y + y = 3y$$

$$y = 0,0617 \text{ atm}$$

Por tanto, las presiones son:

$$p(\text{O}_2) = 0,0617 \text{ atm}$$

$$p(\text{Hg}) = 0,123 \text{ atm}$$

La presión del HgO es nula, porque no es un gas.

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = p_e^2(\text{Hg}) \cdot p_e(\text{O}_2) = 0,123^2 \cdot 0,0617 = 9,38 \cdot 10^{-4} \text{ (presiones en atm)}$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases y se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_c = [\text{Hg}]_e^2 \cdot [\text{O}_2]_e = \left(\frac{p_e(\text{Hg})}{R \cdot T} \right)^2 \cdot \frac{p_e(\text{O}_2)}{R \cdot T} = \frac{K_p}{(R \cdot T)^3} = \frac{9,38 \cdot 10^{-4}}{(0,082 \cdot 653)^3} = 6,1 \cdot 10^{-9} \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

10. En un reactor de 10 L se introducen 2,5 moles de PCl₅ y se calienta hasta 270 °C, produciéndose la siguiente reacción: PCl₅ (g) \rightleftharpoons PCl₃ (g) + Cl₂ (g). Una vez alcanzado el equilibrio se comprueba que la presión en el reactor es de 15,7 atm. Calcula:

a) El número de moles de todas las especies presentes en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a dicha temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $n(\text{PCl}_5) = 1,48 \text{ mol}$; $n(\text{PCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = 1,02 \text{ mol}$; b) $K_c = 0,0708$; $K_p = 3,15$.

DatosCantidad inicial de PCl_5

Gas: volumen

temperatura

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Concentraciones de cada especie en el equilibrio

Constantes de equilibrio

Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Ecuación de estado de los gases ideales

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ **Cifras significativas: 3** $n_0(\text{PCl}_5) = 2,50 \text{ mol}$ $V = 10,0 \text{ dm}^3$ $t = 270 \text{ }^\circ\text{C} = 543 \text{ K}$ $p = 15,7 \text{ atm}$ $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ $[\text{PCl}_5], [\text{PCl}_3], [\text{Cl}_2]$ K_c, K_p $n_e(X)$ $[X] = n(X) / V$ $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Se calcula la cantidad total de gas en el equilibrio, suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$n_{e,t} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} = 3,52 \text{ mol de gases en el equilibrio}$$

Se construye una tabla, bajo la ecuación de disociación, en la que se llama n_0 a la cantidad inicial de PCl_5 , x a la cantidad de PCl_5 que se disocia, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos:

		PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
Cantidad inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$n_0 - x$		x	x	mol

La cantidad de gas que hay en el equilibrio es: $n_{e,t} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$ Comparando con el resultado anterior, se calcula la cantidad de PCl_5 que se disoció:

$$3,52 = 2,50 + x$$

$$x = 3,52 - 2,50 = 1,02 \text{ mol}$$

Se calculan las cantidades de cada gas en el equilibrio:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - x = 2,50 - 1,02 = 1,48 \text{ mol PCl}_5 \text{ en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = x = 1,02 \text{ mol}$$

Se calculan las concentraciones dividiendo las cantidades entre el volumen del recipiente:

$$[\text{PCl}_5]_e = 1,48 \text{ mol PCl}_5 / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,148 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 1,02 \text{ mol}/10,0 \text{ dm}^3 = 0,102 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,070 \quad \text{\textcircled{K} (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{PCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{PCl}_5)} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{PCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0708 \cdot 0,082 \cdot 543 = 3,15 \quad \text{(presiones en atm)}$$

11. Se introducen 0,2 moles de Br_2 en un recipiente de 0,5 L de capacidad a 600 °C. Una vez establecido el equilibrio $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$ en estas condiciones, el grado de disociación es 0,8.

a) Calcula K_c y K_p .

b) Determina las presiones parciales ejercidas por cada componente de la mezcla en el equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $K_c = 5,12$; $K_p = 367$; b) $p(\text{Br}_2) = 5,7 \text{ atm}$; $p(\text{Br}) = 45,9 \text{ atm}$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de Br_2

Grado de disociación

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Constantes del equilibrio K_c y K_p

Presión parcial ejercida por cada componente

Otros símbolos

Cantidad de Br_2 que se ha disociado

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Grado de disociación

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

Cifras significativas: 3

$$V = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$T = 600 \text{ °C} = 873 \text{ K}$$

$$n_0(\text{Br}_2) = 0,200 \text{ mol Br}_2$$

$$\alpha = 0,800$$

$$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_c, K_p$$

$$p(\text{Br}_2), p(\text{Br})$$

$$n_d(\text{Br}_2)$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

Se calcula la cantidad de bromo que se ha disociado:

$$n_d(\text{Br}_2) = \alpha \cdot n_0(\text{Br}_2) = 0,800 \cdot 0,200 [\text{mol Br}_2] = 0,160 \text{ mol Br}_2 \text{ disociados}$$

Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales en el caso de los reactivos, y sumándolas en el caso de los productos. Se calculan las concentraciones en el equilibrio, dividiendo las cantidades entre el volumen del recipiente.

		Br ₂	⇌	2 Br	
Cantidad inicial	n_0	0,200		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	0,160	→	0,320	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,200 - 0,160 = 0,040		0,320	mol
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$	0,040 / 0,500 = 0,080		0,640	mol/dm ³

Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = \frac{(0,640)^2}{0,080} = 5,12 \text{ (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Br})}{p_e(\text{Br}_2)} = \frac{([\text{Br}]_e \cdot R \cdot T)^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{Br}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e} = K_c \cdot R \cdot T = 5,12 \cdot 0,082 \cdot 0,873 = 367 \text{ (presiones en atm)}$$

b) La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se calculan las presiones parciales suponiendo comportamiento ideal.

$$p(\text{Br}) = \frac{n(\text{Br}) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,640 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}}{0,500 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 4,65 \cdot 10^6 \text{ Pa} = 45,9 \text{ atm}$$

$$p(\text{Br}_2) = \frac{n(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{0,080 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 873 \text{ K}}{0,500 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 5,8 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 5,7 \text{ atm}$$

12. En un recipiente de 2,0 L se introducen 2,1 moles de CO₂ y 1,6 moles de H₂ y se calienta a 1800 °C. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio: CO₂(g) + H₂(g) ⇌ CO(g) + H₂O(g) se analiza la mezcla y se encuentran 0,90 moles de CO₂. Calcula:
- La concentración de cada especie en el equilibrio.
 - El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: a) [CO₂] = 0,45 mol/dm³; [H₂] = 0,20 mol/dm³; [CO] = [H₂O] = 0,60 mol/dm³; b) $K_p = K_c = 4,0$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de CO₂

Cantidad inicial de H₂

Cantidad de CO₂ en el equilibrio

Incógnitas

Cantidad (moles) de cada componente en el equilibrio

Constantes de equilibrio

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

Cifras significativas: 3

$V = 2,00 \text{ dm}^3$

$T = 1800 \text{ °C} = 2073 \text{ K}$

$n_0(\text{CO}_2) = 2,10 \text{ mol CO}_2$

$n_0(\text{H}_2) = 1,60 \text{ mol H}_2$

$n_e(\text{CO}_2) = 0,900 \text{ mol CO}_2$

$n_e(\text{H}_2), n_e(\text{CO}), n_e(\text{H}_2\text{O})$

K_c, K_p

$$[X] = n(X) / V$$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Si quedan 0,900 mol de los 2,10 mol que había inicialmente, es que reaccionaron:

$$n_i(\text{CO}_2) = 2,10 - 0,900 = 1,20 \text{ mol CO}_2$$

Se construye una tabla bajo la ecuación, en la que se escriben las cantidades iniciales y las cantidades que reaccionan y se forman, atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se calculan las cantidades en el equilibrio, restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos.

		CO ₂	H ₂	⇌	H ₂ O	CO	
Cantidad inicial	n_o	2,10	1,60		0,0	0,0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	1,20	1,20		1,20	1,20	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	0,90	0,40		1,20	1,20	mol

Se calculan las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{CO}_2] = \frac{n_e(\text{CO}_2)}{V} = \frac{0,90 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n_e(\text{H}_2)}{V} = \frac{0,40 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_e(\text{H}_2\text{O})}{V} = \frac{1,20 \text{ mol}}{2,00 \text{ dm}^3} = 0,60 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se calcula la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e}{[\text{H}_2]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = \frac{\frac{1,20 \text{ mol H}_2\text{O}}{2,00 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1,20 \text{ mol CO}}{2,00 \text{ dm}^3}}{\frac{0,90 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,40 \text{ mol CO}_2}{2,00 \text{ dm}^3}} = 4,0$$

Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_e(\text{CO})}{p_e(\text{H}_2) \cdot p_e(\text{CO}_2)} = \frac{\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_e(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{V} \cdot \frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e}{[\text{H}_2]_e \cdot [\text{CO}_2]_e} = K_c$$

Por lo tanto:

$$K_p = K_c = 4,0$$

● Con la constante como dato

1. Para la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$, el valor de $K_c = 5$ a 530 °C. Si reaccionan 2,0 moles de CO(g) con 2,0 moles de H₂O(g) en un reactor de 2 dm³:

- Calcula la concentración molar de cada especie en el equilibrio a dicha temperatura.
- Determina el valor de K_p y razona cómo se verá afectado el equilibrio si introducimos en el reactor más cantidad de CO(g) sin variar la temperatura ni el volumen.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 23)

Rta.: a) $[\text{CO}] = 0,309$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,309$; $[\text{CO}_2] = 0,691$; $[\text{H}_2] = 0,691 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_p = 5,00$.

Datos

Constante de equilibrio

Cifras significativas: 2

$K_c = 5,0$

Datos

Temperatura

Cantidad inicial de CO

Concentración inicial de H₂O

Volumen

Incógnitas

Concentraciones en el equilibrio

Constante de equilibrio en función de las presiones

Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

Constantes del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ **Cifras significativas: 2**

$$T = 530 \text{ °C} = 803 \text{ K}$$

$$n_0(\text{CO}) = 2,0 \text{ mol CO}$$

$$n_0(\text{H}_2\text{O}) = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$V = 2,0 \text{ dm}^3$$

$$[\text{H}_2]_e, [\text{CO}_2]_e, [\text{H}_2\text{O}]_e, [\text{CO}]_e$$

$$K_p$$

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[\text{H}_2\text{O}]_0 = [\text{CO}]_0 = 2,0 \text{ mol} / 2 \text{ dm}^3 = 1 \text{ mol/dm}^3$$

Se construye una tabla, bajo la ecuación de la reacción, en la que se llama x a la concentración de CO que reacciona, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las concentraciones en el equilibrio en función de x , restando las concentraciones que han reaccionado de las concentraciones iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		CO	H ₂ O	\rightleftharpoons	CO ₂	H ₂	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$	1,0	1,0		0	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	x	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_{eb}$	$1,0 - x$	$1,0 - x$		x	x	mol/dm ³

Se escribe la expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones.

Para calcular las concentraciones en el equilibrio, se sustituyen las concentraciones por las expresiones en función de x .

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e} \Rightarrow 5,0 = \frac{x \cdot x}{(1,0 - x) \cdot (1,0 - x)}$$

Al resolver la ecuación de segundo grado, extrayendo la raíz cuadrada en ambos lados, se obtienen dos soluciones.

$$\frac{x}{(1,0 - x)} = \pm \sqrt{5,0} = \pm 2,2 \Rightarrow x = \pm 2,2(1,0 - x) \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} x_1 + 2,2x = 2,2 \Rightarrow x_1 = 2,2/3,2 = 0,69 \\ x_2 - 2,2x = -2,2 \Rightarrow x_2 = -2,2/-1,2 = 1,8 \end{array} \right\}$$

Se toma la primera solución ($x = 0,69$), porque la otra daría concentraciones negativas en el equilibrio.

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CO}_2]_e = [\text{H}_2]_e = 0,69 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CO}]_e = [\text{H}_2\text{O}]_e = 1,0 - 0,69 = 0,3 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se deduce la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases y se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e(\text{CO}_2) \cdot p_e(\text{H}_2)}{p_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot p_e(\text{CO})} = \frac{\left(\frac{n_e(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right)}{\left(\frac{n_e(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{CO}) \cdot R \cdot T}{V}\right)} = \frac{[\text{CO}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e}{[\text{H}_2\text{O}]_e \cdot [\text{CO}]_e} \cdot \frac{R \cdot T \cdot R \cdot T}{R \cdot T \cdot R \cdot T} = K_c = 5,0$$

La constante de equilibrio solo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, o disminuya el volumen.

Si se aumenta la cantidad de monóxido de carbono, para que K_c permanezca constante, o bien deberá aumentar el numerador $n_e(\text{CO}_2)$ y $n_e(\text{H}_2)$, o disminuir la cantidad de agua en el denominador $n_e(\text{H}_2\text{O})$. El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más CO_2 y H_2 y menos H_2O .

2. En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de N_2O_4 gaseoso a 50°C produciéndose el siguiente equilibrio de disociación: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Si la constante K_p a dicha temperatura es de 1,06. Calcula:

- Las concentraciones de los dos gases tras alcanzar el equilibrio y el porcentaje de disociación del N_2O_4 .
- Las presiones parciales de cada gas y la presión total en el equilibrio.

(A.B.A.U. extr. 21)

Rta.: a) $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,160 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{NO}_2] = 0,0800 \text{ mol/dm}^3$; $\alpha = 20,0 \%$;

b) $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,24 \text{ atm} = 430 \text{ kPa}$; $p(\text{NO}_2) = 2,12 \text{ atm} = 215 \text{ kPa}$; $p_{\text{et}} = 6,36 \text{ atm} = 645 \text{ kPa}$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Cantidad inicial de tetraóxido de dinitrógeno

Constante de equilibrio (en función de las presiones en atm)

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$T = 50^\circ\text{C} = 323 \text{ K}$$

$$n_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 2,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

$$K_c = 1,06$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentraciones de los dos gases en el equilibrio

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e, [\text{NO}_2]_e$$

Presión parcial de cada gas y presión total en el equilibrio

$$p_e(\text{N}_2\text{O}_4), p_e(\text{NO}_2), p_{\text{et}}$$

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Grado de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

b) Se calcula a presión inicial del tetraóxido de dinitrógeno, suponiendo comportamiento ideal:

$$p(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{2,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,30 \text{ atm}$$

Se construye una tabla, bajo la ecuación de la reacción, en la que se llama x a la presión parcial de tetraóxido de dinitrógeno que se transforma en dióxido de nitrógeno, y se completa atendiendo a la estequiometría

de la reacción. Se escriben las presiones en el equilibrio en función de x , restando las presiones que han reaccionado de las presiones iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		N_2O_4	\rightleftharpoons	2NO_2	
Presión inicial	p_0	5,30		0	atm
Presión que reacciona o se forma	p_r	x		$2x$	atm
Presión en el equilibrio	p_e	$5,30 - x$		$2x$	atm

Se sustituyen las presiones en el equilibrio en la ecuación de la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO}_2)}{p_e(\text{N}_2\text{O}_4)} \Rightarrow 1,06 = \frac{(2x)^2}{5,30 - x}$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado:

$$5,62 - 1,06x = 4x^2$$

$$x = \frac{-1,06 \pm \sqrt{1,06^2 - 4 \cdot 4 \cdot (-5,62)}}{2 \cdot 4} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 1,06 \\ x_2 = -1,33 \end{cases}$$

Se toma la solución positiva ($x = 1,06$ atm), porque la otra daría presiones negativas en el equilibrio. Se calculan las presiones parciales en el equilibrio:

$$p_e(\text{NO}_2) = 2x = 2,12 \text{ atm}$$

$$p_e(\text{N}_2\text{O}_4) = 5,30 - x = 5,30 - 1,06 = 4,24 \text{ atm}$$

Se calcula la presión total con la ley de Dalton:

$$p_{\text{et}} = p(\text{NO}_2) + p(\text{N}_2\text{O}_4) = 2,12 + 4,24 = 6,36 \text{ atm}$$

a) Las concentraciones se calcula con la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

$$[\text{NO}_2]_e = \frac{2,12 \text{ atm}}{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 0,080 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_e = \frac{4,24 \text{ atm}}{0,082 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323 \text{ K}} = 0,160 \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{p_d}{p_0} = \frac{1,06}{5,30} = 0,200 = 20 \%$$

3. Considera el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150°C : $\text{I}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$, con una $K_c = 120$. En un recipiente de $5,0 \text{ dm}^3$ de capacidad se introducen $0,0015$ moles de yodo y $0,0015$ moles de bromo. Calcula:

- La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.
- Las presiones parciales y la constante K_p .

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: a) $[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{IBr}] = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$;

b) $p(\text{I}_2) = p(\text{Br}_2) = 163 \text{ Pa} = 0,00161 \text{ atm}$; $p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 0,0176 \text{ atm}$; $K_p = 120$.

Datos

Gas: volumen
temperatura

Cifras significativas: 3

$V = 5,00 \text{ dm}^3$
 $T = 150^\circ\text{C} = 423 \text{ K}$

Datos

Cantidad inicial de yodo

Cantidad inicial de bromo

Constante de equilibrio (en función de las concentraciones) $K_c = 120$

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$n_0(\text{I}_2) = 0,00150 \text{ mol I}_2$$

$$n_0(\text{Br}_2) = 0,00150 \text{ mol Br}_2$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentración de cada especie en el equilibrio

$$[\text{I}_2]_e, [\text{Br}_2]_e, [\text{IBr}]_e$$

Presión parcial de cada gas en el equilibrio

$$p(\text{I}_2), p(\text{Br}_2), p(\text{IBr})$$

Constante de equilibrio en función de las presiones

$$K_p$$

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constantes del equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

$$K_c = \frac{[\text{C}]_e^c \cdot [\text{D}]_e^d}{[\text{A}]_e^a \cdot [\text{B}]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(\text{C}) \cdot p_e^d(\text{D})}{p_e^a(\text{A}) \cdot p_e^b(\text{B})}$$

Solución:

a) Se construye una tabla, bajo la ecuación de la reacción, en la que se llama x a la cantidad de yodo que se transforma en bromuro de yodo, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las cantidades en el equilibrio en función de x , restando las cantidades que han reaccionado de las cantidades iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		I_2	Br_2	\rightleftharpoons	2 IBr	
Cantidad inicial	n_0	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x			$2x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0,00150 - x$	$0,00150 - x$		$2x$	mol

Se sustituyen las concentraciones, que se obtienen dividiendo las cantidades entre el volumen, en la ecuación de la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{I}_2]_e \cdot [\text{Br}_2]_e} \Rightarrow 120 = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr})}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{I}_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{Br}_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right) \left(\frac{0,00150-x}{5,00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(0,00150-x)^2}$$

Se resuelve la ecuación que se obtiene al hacer la raíz cuadrada a los dos lados de la ecuación:

$$\pm \sqrt{120} = \pm 11,0 = \frac{2x}{0,00150-x} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 0,00127 \\ x_2 = 0,00184 \end{cases}$$

Se toma la primera solución ($x = 0,00127$), porque la otra daría cantidades negativas en el equilibrio. Se calculan las cantidades en el equilibrio:

$$n_e(\text{IBr}) = 2x = 0,00254 \text{ mol IBr}$$

$$n_e(\text{Br}_2) = n_e(\text{I}_2) = 0,00150 - x = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Se obtienen las concentraciones, dividiendo las cantidades entre el volumen del recipiente:

$$[\text{IBr}]_e = \frac{0,00254 \text{ mol IBr}}{5,00 \text{ dm}^3} = 5,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Br}_2]_e = [\text{I}_2]_e = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{5,00 \text{ dm}^3} = 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

b) La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se calculan las presiones parciales suponiendo comportamiento ideal.

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p(\text{IBr}) = \frac{0,00254 \text{ mol HI} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$p(\text{IBr}) = 1,79 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,017 \text{ atm}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = \frac{2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 160 \text{ Pa}$$

$$p(\text{Br}_2) = p(\text{I}_2) = 160 \text{ Pa} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{\text{J}}{\text{Pa} \cdot \text{m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,001 \text{ atm}$$

Se calcula la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2) \cdot p_e(\text{I}_2)} = \frac{(0,017 \text{ atm})^2}{0,001 \text{ atm} \cdot 0,001 \text{ atm}} = 120$$

Pero no sería necesario, ya que se puede deducir la relación entre K_p y K_c , suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2) \cdot p_e(\text{I}_2)} = \frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr}) \cdot R \cdot T}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(\text{I}_2) \cdot R \cdot T}{V}\right)} = \frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e \cdot [\text{I}_2]_e} \cdot \frac{(R \cdot T)^2}{R \cdot T \cdot R \cdot T} = K_c = 120$$

4. Se introduce fosgeno (COCl_2) en un recipiente vacío de 2 dm^3 de volumen a una presión de $0,82 \text{ atm}$ y una temperatura de $227 \text{ }^\circ\text{C}$, produciéndose su descomposición segundo el equilibrio:
 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sabiendo que en estas condiciones el valor de K_p es $0,189$; calcula:
 a) La concentración de todas las especies presentes en el equilibrio.
 b) La presión parcial de cada una de las especies presentes en el equilibrio.

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: a) $[\text{COCl}_2]_e = 0,0124 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CO}]_e = [\text{Cl}_2]_e = 0,00756 \text{ mol/dm}^3$
 b) $p_e(\text{COCl}_2) = 0,510 \text{ atm}$; $p_e(\text{CO}) = p_e(\text{Cl}_2) = 0,310 \text{ atm}$.

Datos

Gas: volumen

temperatura

Presión inicial de fosgeno

Constante de equilibrio (en función de las presiones en atm)

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Concentración de cada una de las especies en el equilibrio

Presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio

Cifras significativas: 3

$V = 2,00 \text{ dm}^3$

$T = 227 \text{ }^\circ\text{C} = 500 \text{ K}$

$p_0(\text{COCl}_2) = 0,820 \text{ atm COCl}_2$

$K_p = 0,189$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$[\text{COCl}_2]_e$, $[\text{CO}]_e$, $[\text{Cl}_2]_e$

$p_e(\text{COCl}_2)$, $p_e(\text{CO})$, $p_e(\text{Cl}_2)$

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales

$$p_t = \sum p_i$$

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constante de presiones del equilibrio: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

a) Se construye una tabla, bajo la ecuación de la reacción, en la que se llama x a la presión parcial de fosgeno que se disocia, y se completa atendiendo a la estequiometría de la reacción. Se escriben las presiones en el equilibrio en función de x , restando las presiones que han reaccionado de las presiones iniciales de los reactivos, y sumándolas a las de los productos:

		COCl ₂	\rightleftharpoons	CO	Cl ₂	
Presión inicial	p_0	0,820		0	0	atm
Presión que reacciona o se forma	p_r	x	\rightarrow	x	x	atm
Presión en el equilibrio	p_e	$0,820 - x$		x	x	atm

Se sustituyen las presiones en el equilibrio en la ecuación de la constante de equilibrio en función de las presiones:

$$K_p = \frac{p_e(\text{CO}) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{COCl}_2)} \Rightarrow 0,189 = \frac{x \cdot x}{0,820 - x}$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 0,189 x - 0,155 = 0$$

$$x = \frac{-0,189 \pm \sqrt{0,189^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-0,155)}}{2 \cdot 1} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = 0,310 \\ x_2 = -0,500 \end{cases}$$

Se toma la solución positiva ($x = 0,310$), porque la otra daría presiones negativas en el equilibrio.

Se calculan las presiones parciales en el equilibrio:

$$p_e(\text{CO}) = p_e(\text{Cl}_2) = x = 0,310 \text{ atm}$$

$$p_e(\text{COCl}_2) = 0,820 - x = 0,510 \text{ atm}$$

b) La presión parcial de un gas en una mezcla es la que ejercería el gas si se encontrara solo en el recipiente. Se calculan las concentraciones suponiendo comportamiento ideal.

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{n_i}{V} = \frac{p_i}{R \cdot T}$$

$$[\text{CO}]_e = [\text{Cl}_2]_e = \frac{p(\text{Cl}_2)}{R \cdot T} = \frac{0,310 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 0,00756 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{COCl}_2]_e = \frac{p(\text{COCl}_2)}{R \cdot T} = \frac{0,510 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 0,0124 \text{ mol/dm}^3$$

◇ CUESTIONES

1. Para la reacción en equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \Delta H^\circ < 0$; explica razonadamente cómo se desplazará el equilibrio si se añade $\text{H}_2(\text{g})$.

(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

La constante de equilibrio en función de las concentraciones puede escribirse así:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e^3} = \frac{\frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{V^2}}{\frac{n_e(\text{N}_2)}{V} \cdot \frac{n_e^3(\text{H}_2)}{V^3}} = \frac{n_e^2(\text{NH}_3)}{n_e(\text{N}_2) \cdot n_e^3(\text{H}_2)} V^2$$

La constante de equilibrio solo depende de la temperatura. No varía aunque cambien las cantidades de reactivos o productos, o disminuya el volumen.

Si se añade hidrógeno, para que K_c permanezca constante, o bien deberá aumentar el numerador $n_e(\text{NH}_3)$, o disminuir la cantidad de nitrógeno en el denominador $n_e(\text{N}_2)$. El equilibrio se desplazará (hacia la derecha) hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio en el que habrá más NH_3 y menos N_2 .

2. a) Dada la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$, $\Delta H^\circ < 0$, razona cómo influye sobre el equilibrio un aumento de la temperatura.

(A.B.A.U. extr. 19)

Solución:

a) La constante de equilibrio varía con la temperatura segundo la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Para una reacción exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$), si $T_2 > T_1$:

$$\frac{1}{T_2} < \frac{1}{T_1} \Rightarrow \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) < 0$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = \frac{- \cdot (-)}{+} \cdot (-) < 0$$

$$K_2 < K_1$$

La constante disminuye al aumentar la temperatura.

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm^3 tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100%! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).
Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).
Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 03/10/24

Sumario

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GAS

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Con datos del equilibrio</u>	1
<u>Con la constante como dato</u>	17
<u>CUESTIONES</u>	23

Índice de pruebas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	16
2. (extr.).....	15
2018.....	
1. (ord.).....	13
2. (extr.).....	12
2019.....	
1. (ord.).....	11
2. (extr.).....	10, 24
2020.....	
1. (ord.).....	8, 23
2. (extr.).....	22
2021.....	
1. (ord.).....	20
2. (extr.).....	19
2022.....	
1. (ord.).....	7
2. (extr.).....	5
2023.....	
1. (ord.).....	3
2. (extr.).....	17
2024.....	
1. (ord.).....	2
2. (extr.).....	1